LEYES DE LOS GASES. LEY DE DALTON Y ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

UNIVERSIDAD DE PAMPLONA
FACULTAD DE INGENIERIAS Y ARQUITECTURA, FACULTAD DE SALUD

Jeisson Stiven Soto Martínez, Oscar Daniel Bedoya Iquira, James Frank Mojica Villamizar, Maira Alejandra Ramos Barrera

---

RESUMEN

En esta práctica se llegaron a comprender los conceptos de las Leyes de los gases ideales, mediante distintos experimentos como tomar compuestos en un tubo de ensayo y llevarlos a la llama, así como con la construcción del aparato de Seidel. De esta forma gracias estos experimentos logramos comprende la ley de Boyle-Mariottee, ley de Charles-Gay Lussac y la ley de Avogadro.

PALABRAS CLAVE
Peróxido de hidrogeno (H_2O_2),Ácido clorhídrico (HCL), Ácido sulfúrico (H_2SO_4),Oxido de manganeso (M_nO_2), Carbonato de calcio ($CaCO_3$), Cloruro de amonio (NH_4Cl), Hidróxido de sodio (NaOH), Hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$,Clorato de potasio ($KClO_3$), Ley de los gases ideales , Ley de Boyle-Mariottee, Ley de Charles-Gay Lussac , Ley de Avogadro, y Aparato de Seidel.

ABSTRACT
In this practice they managed to understand the concepts of the Laws of the ideal gases, by means of different experiments as to take compounds in a pipe of test and to take them to the flame, as well as with the construction of Seidel's device. Of this form thank you these experiments we manage he understands Boyle-Mariottee's law, Charles-Gay Lussac's law and Avogadro's law.

KEYWORDS
Peroxide of hydrogen (H2O2), Acid hydrochloric (HCL), sulphuric Acid (H2SO4), I Oxidize of manganese (MnO2), Carbonate of calcium (CaCO3), Chloride of ammonium (NH4Cl), Hydroxide of sodium (NaOH), Hydroxide of calcium Ca (OH) 2, Chlorate of potassium (KClO3), Law of the ideal gases, Boyle-Mariottee's Law, Charles-Gay Lussac's Law, Avogadro's Law, and Seidel's Device.

INTRODUCCION

En el siguiente laboratorio se reaccionaron varias sustancias y de ellas se obtenía un resultado el cual será mostrado más adelante.

Por otro lado se hizo uso del aparato de Seidel. **Ver ilustración [1].**

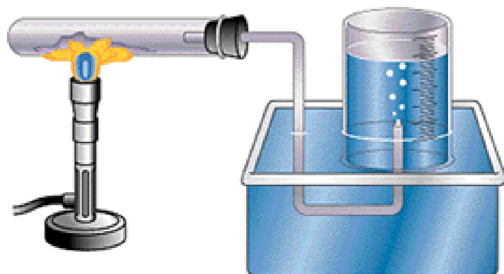


Ilustración 1. Aparato de Seidel.

Cuando se trabaja con gases en reacciones químicas, estos no se pueden pesar o adicionar tan fácilmente como cuando se trabaja con sólidos o con soluciones. Sin embargo existe una relación entre las cuatro propiedades que describen un gas:

1. Cantidad de gas (moles)
2. Temperatura del gas
3. Volumen ocupado por el gas
4. Presión ejercida por el gas

Esta relación fue determinada con base en el comportamiento de las sustancias en estado gaseoso, y se define según las leyes que se enuncian a continuación:

La Ley de Boyle-Mariotte: para una cantidad fija de gas a una temperatura determinada, el producto de la Presión por la Temperatura es constante

$$P\,V = constante$$

La Ley de Charles-Gay Lussac: para una cantidad fija de gas a presión constante, el Volumen que ocupa es directamente proporcional a la Temperatura absoluta.

$$V = constante * T$$

La Ley de Avogadro: Para una temperatura y presión determinada, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de partículas (n).

$$V = constante * n$$

Y la ecuación mas usada en este laboratorio que parte de las anteriores.

$$P\,V = n\,R\,T$$

PARTE EXPERIMENTAL

Materiales

(6)Tubos de ensayo, (1) vaso de precipitado de 400 ml, (1) Manguera de 3.0 mm de diámetro, (1) Tapón de caucho, (1) Pinza de madera, (1) mechero de gas, (1) Probeta graduada.

Reactivos

Peróxido de hidrogeno (H_2O_2),Ácido clorhídrico (HCL), Ácido sulfúrico (H_2SO_4),Oxido de manganeso (M_nO_2), Carbonato de calcio ($CaCO_3$), Cloruro de amonio (NH_4Cl), Hidróxido de sodio (NaOH), Hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$,Clorato de potasio ($KClO_3$).

PROCEDIMIENTO

a) Se tomaron 2 ml de Peróxido de hidrogeno (H_2O_2) al 30% y una pizca de Oxido de manganeso (M_nO_2) en un tubo de ensayo y se pusieron a la llama. **Ver imagen [1].**

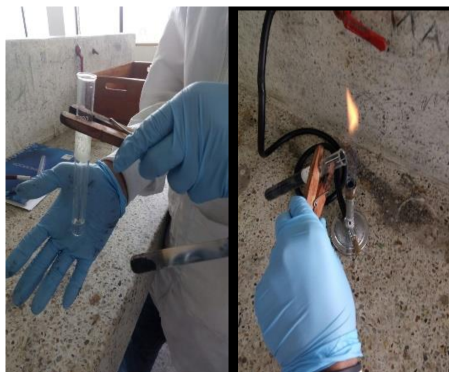


Imagen 1. Solución de Peróxido de hidrogeno (H_2O_2) al 30% y de Oxido de manganeso (M_nO_2).

b) Después se tomaron 2 ml de Ácido clorhídrico (HCL) 4.0 M y una cinta de magnesio metálico en un tubo de ensayo y se pusieron a la llama. Ver **imagen [2].**



Imagen 2. Solución de Ácido clorhídrico (HCL) y cinta de magnesio.

c) A continuación se tomó 1 ml de Ácido clorhídrico (HCL) y una pizca de Carbonato de calcio ($CaCO_3$) en un tubo de ensayo para después pasarse a la llama. **Ver imagen [3**].



Imagen 3. Solución de Ácido clorhídrico (HCL) y Carbonato de calcio ($CaCO_3$).

d) Se tomó una pizca de Cloruro de sodio (NaCl) y 4 gotas de Ácido sulfúrico (H_2SO_4) en un tubo de ensayo y se pusieron la llama. **Ver imagen [4].**



Imagen 4. Solución de Cloruro de sodio (NaCl) y Ácido sulfúrico (H_2SO_4).

e) Posteriormente de se procedió con la producción de gases armando el aparato de Seinel incluido el eudiómetro con los materiales del laboratorio tal cual fue indicado. **Ver imagen [5]**.



Imagen 5. Ensamble del eudiómetro.

f) Finalmente se vertió una piza de Oxido de manganeso (MnO_2) y Clorato de potasio ($KClO_3$) respectivamente en el Tubo de ensayo con desprendimiento lateral y después se pasó este a la llama. **Ver imagen [6].**



Imagen 6. Tubo de ensayo con desprendimiento lateral a la llama con sus reactivos.

RESULTADOS Y ANALISIS

En este laboratorio como primer punto se hicieron las siguientes reacciones.

- $H_2O_2 + MnO_2$
- $HCl + Mg$
- $HCl + CaCO_3$
- $NaCl + H_2SO_4$

De las cuales se obtuvieron los siguientes productos con las siguientes observaciones.

- **$H_2O_2 + MnO_2 = MnO_2 + H_2O + O_2$**

O_2 = Estado gaseoso

Al reaccionar agua oxigenada con óxido de manganeso y colocar en la llama se observó que la llama se aviva más, esto se debía al desprendimiento gaseoso de O_2. **Ver Imagen [7].**



Imagen 7. Llama avivada por el O_2

- **$HCl + Mg = MgCl_2 + H_2$**

H_2 = Estado gaseoso

Al reaccionar ácido clorhídrico con cinta de magnesio se observó un desprendimiento de vapor que puesto a la llama explota. **Ver imagen [8].**



Imagen 8. Reacción de HCl + Mg.

- **$HCl + CaCO_3 = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$**

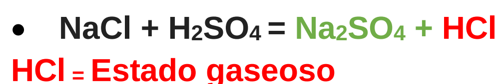
CO_2 = Estado gaseoso

Al reaccionar ácido clorhídrico con carbonato de calcio se observó un cambio en el líquido siendo este mas turbio.

El CO2 al mezclarse con el agua reacciona con la cal (CaO) y se forma una nueva sustancia, el carbonato de calcio (CaCO3) que es insoluble en agua y las pequeñas partículas de carbonato son las que enturbian el agua. **Ver imagen [9].**



Imagen 9. Reacción de HCl y Carbonato de calcio.



- **NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + HCl**

HCl = Estado gaseoso

Al reaccionar cloruro de sodio con unas gotas de ácido sulfúrico se observó que la reacción desprendía HCl en estado gaseoso y asi mismo evaporando el NaCl **Ver imagen [10].**



Imagen 10. Reacción de cloruro de sodio con unas gotas de ácido sulfúrico.

En la segunda parte de este laboratorio se hizo uso del aparato de Seidel, del cual se obtuvieron los siguientes datos. **Ver tabla [1].**

DATOS	
Volumen inicial	$21\ ml$
Volumen final	$68\ ml$
Temperatura	$19°C$
Patm Pamplona	$973{,}59\ hPa$
Constante de gases	$0{,}082\,\frac{atm * L}{mol * k}$

Tabla 1. Datos obtenidos en el experimento con el aparato de Seidel.

Primero se determinó volumen total.

$$Vt = Vf - Vi$$

$$Vt = 68ml - 21ml$$

$$\boldsymbol{Vt = 47ml}$$

Y luego se hizo la conversión de ml a L.

$$\boldsymbol{47ml}\left(\frac{1L}{1000ml}\right) = \boldsymbol{0{,}047L}$$

Seguido se convirtió la temperatura obtenido en Celsius a kelvin.

$$K = °C + 273$$

$$K = 19°C + 273$$

$$\boldsymbol{K = 292K}$$

Luego se hizo la conversión de la presión obtenida en pamplona a atmosferas.

$$973{,}59\ hPa\left(\frac{100Pa}{1hPa}\right) = 97359\ Pa$$

$$97359\ Pa\left(\frac{1atm}{101325Pa}\right) = \boldsymbol{0{,}9608\ atm}$$

Después se hizo uso de las siguientes ecuaciones para hallar la presión en compuesto

$$Patm = PO2 + PvH2O$$

$$PO2 = Patm - PvH2O$$

$$PO2 = 0{,}9608\, atm - 0{,}047$$

$$\boldsymbol{PO2 = 0,9138\, atm}$$

Seguido se hallaron las moles presentes en el compuesto con la ley de los gases ideales

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0{,}9138\, atm * 0{,}047L}{0{,}082 \frac{atm * L}{mol * K} * 292\, K}$$

$$\boldsymbol{n = 0,0017\, moles\, CO2}$$

$$0{,}0017 mol \left(\frac{32gCO2}{1molCO2}\right) = \boldsymbol{0,0544gCO2}$$

CONCLUSIONES

Se obtuvo oxígeno a partir de la descomposición del clorato de potasio, y también se calculó la cantidad de acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales y la ley de Dalton.

También se obtuvo algunos gases en el laboratorio a partir de reacciones químicas.

Además de esto se efectuó diferentes pruebas para el reconocimiento de los gases obtenidos.

BIBLIOGRAFIAS

1. Browm, Theodore. Separacion de gases. En: Quimica. La ciencia Central. Prentice Hall. Mexico. 1997. Pp. 371.

2. Wolke. Robert L. La niebla falsificada. En: Lo que Einstein no sabia. Robin Book. Bogota 2002. Pp. 148.

WEBGRAFIA

3. http://www.quimicas.net/2015/06/leyes-de-los-gases.html

4. https://www.ecured.cu/Ley_de_Dalton

5. http://fisicayquimicaenflash.es/mol_calculoq/gases_ideales.htm